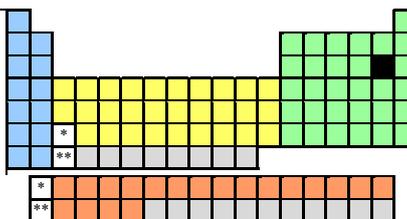


CLORO (*chlorine*)
dal greco χλωρός = giallo verdastro



Identificato come elemento da Humphry Davy nel 1810. Il "radicale muriatico" fu inserito tra le "sostanze semplici" da Antoine L. Lavoisier et al. nel 1787 [15].

simbolo	numero atomico	peso atomico	raggio atomico/Å	configurazione elettronica	elettronegatività (Pauling)
Cl	17	35,45	1,75	[Ne]3s ² 3p ⁵	3,16

CONTENUTI	
crosta terrestre/ppm	145
oceani/g m ⁻³	2×10 ⁴
corpo umano (70 kg)	95 g

COMPOSIZIONE ISOTOPICA NATURALE		
A	35	37
%	75,76	24,24
t _{1/2} /anni	stabile	stabile

SPECIE ELEMENTARE

nome	formula	stato di aggregazione	temperatura di fusione/C°	temperatura di ebollizione/C°	legame
dicloro	Cl ₂	gas	-102	-34	cov. mol.
Preparato nel 1774 da Carl W. Scheele (4 HCl + MnO ₂ → Cl ₂ + MnCl ₂ + 2 H ₂ O) che però lo credeva "acido muriatico deflogisticato"					
Gas giallognolo di odore pungente. Reagisce con H ₂ (formando HCl) e con quasi tutti i metalli. Dismuta in H ₂ O (Cl ₂ + H ₂ O → HCl + HClO) e in soluzioni basiche (Cl ₂ + 2 OH ⁻ → Cl ⁻ + ClO ⁻ + H ₂ O).					

PROPRIETÀ CHIMICHE GENERALI

- ◆ Mostra tutti gli stati di ossidazione dispari da +7 a -1 (il più comune). Con i metalli, Cl⁻ forma composti ionici (con quelli più elettropositivi, e.g., CsCl), ma anche strutture a strati (e.g., ScCl₃), **dimeri** (e.g., Al₂Cl₆), molecole (e.g., TiCl₄); con i non-metalli (esclusi i gas nobili) forma composti covalenti, alcuni **stabili** (e.g., CCl₄) e altri no.
- ◆ Gli stati di ossidazione positivi si hanno in composti con fluoro (e.g. ClF₅) e in quelli con ossigeno; ClO₄⁻ in soluzione è abbastanza **stabile**, ma HClO₄ anidro e alcuni perclorati possono anche esplodere; gli altri ossiacidi **dismutano**.
- ◆ Cl forma composti interalogeni neutri e ionici (e.g., BrCl, Cl^IF, ICl₂⁻, Cl^{III}F₄⁻, ICl₂⁺, Cl^VF₄⁺).

s.o.	specie fondamentali	proprietà acido-base	prop. redox pH = 0	prop. redox pH = 14	alogenuri
+7	Cl ₂ O ₇ HClO ₄ ClO ₄ ⁻	acido forte	oss forte	oss medio	---
+5	HClO ₃ ClO ₃ ⁻	acido forte	oss forte	oss medio	ClF ₅
+3	HClO ₂ ClO ₂ ⁻	acido debole	oss forte	oss medio	ClF ₃
+1	Cl ₂ O HClO ClO ⁻	acido debole	oss forte	oss medio	ClF
0	Cl ₂		oss forte	oss forte	---
-1	HCl Cl ⁻	acido forte	inattivo	inattivo	---

minerali usuali: *salgemma* {NaCl}.

produzione: Cl₂: 6×10¹⁰ kg/anno (2009, [28]); NaCl: 3×10¹¹ kg/anno; HCl: 2×10¹⁰ kg/anno (2008 [29]); fonti: *salgemma*, acqua di mare.

usi: HCl come detergente e disincrostante; NaClO (**varecchina**, **candeggina**); Cl₂ per disinfettare l'acqua potabile e nelle piscine; NaCl (**sale da cucina**) in alimentazione; KCl per indurre la condensazione di H₂O nelle nubi; KClO₃ nelle capocchie dei fiammiferi; NaClO₃ come diserbante; CaCl₂ come essiccante ed antigelo; freon (vedi la scheda del carbonio); derivati organici sono usati come pesticidi (e.g., DDT, diclorodifeniltricloroetano, vietato nel mondo dal 2004) e costituiscono molte plastiche (e.g., PVC, cloruro di polivinile).

importanza biologica: Cl⁻ è essenziale per molte specie; HCl è il principale componente del succo gastrico.

pericolosità: Cl₂ è tossico e corrosivo; HCl è corrosivo; ClO⁻ è corrosivo delle mucose; alcuni derivati organici (e.g., DDT, diossina) sono molto tossici.

note e curiosità:

- Il nome dell'elemento è stato proposto da H. Davy.
- Il cloro è l'elemento col più alto valore di **affinità elettronica** ($E_{\text{ea}} = 349 \text{ kJ/mol}$).
- Il nome sistematico di HCl puro è "cloruro di idrogeno"; il nome tradizionale "acido cloridrico" può essere usato per le soluzioni acquose di HCl.
- L'**acido muriatico** di uso domestico è una soluzione al 10% di HCl in acqua.
- La "**salamoia**" (soluzione acquosa di NaCl con concentrazione superiore a 50 g/L) era già usata 6000 anni a.C. per la conservazione di alimenti.
- La "**acqua regia**" è la miscela 3:1 di HCl e HNO₃ concentrati, già citata da Agricola nel XV secolo d. C.
- La reazione $2 \text{NaClO}_3 \rightarrow 2 \text{NaCl} + 3 \text{O}_2$ (limatura di ferro come catalizzatore) è sfruttata su gli aerei di linea per produrre O₂.